Exercice N°9 :

1°)

* La courbe de dosage de l'acide A_1H possède un seul point d'inflexion donc elle s'agit de courbe de dosage d'un acide fort pas base forte

$\Rightarrow A_1H$ est un acide fort.

* La Courbe de dosage de l'acide A_2H possède deux points d'inflexion donc elle s'agit de courbe de dosage d'un acide faible par base forte => A_2H est un acide faible.

Valeur C_1

$V_B = 0 \quad pH_i = 1,7$ or pour acide fort $pH_i = -\log C_1$

$\Rightarrow C_1 = 10^{-pH_i} = 10^{-1,7} \Rightarrow C_1 = 2.10^{-2} mol.L^{-1}$

Valeur C_B

Au point d'équivalence n(acide) = n(base)

$\Rightarrow C_1V_A = C_B.V_{Béq}$

$$\Rightarrow C_B = C_1 \frac{V_A}{V_{Béq}}$$

À l'équivalence $V_{Béq} = 16mL$

$$C_B = 210^{-2}.\frac{40.10^{-3}}{16.10^{-3}} \Rightarrow C_B = 5.10^{-2} mol.L^{-1}$$

Valeur C_2

Au point d'équivalence de dosage de A_2H :

$$C_2V_A = C_B.V_{Béq} \Rightarrow C_2 = C_B.\frac{V_{Béq}}{V_n}$$

$C_2 = 2.10^{-2} mol.L^{-1}$

Valeur de pKa_2 :

$$pH_i = \frac{1}{2}(pKa - \log C_2) \Rightarrow pKa = 2pHi + \log C_2$$

D'après la courbe **pHi = 3,2**

D'où **pKa = 6,4 + log 2.10^{-2} = 4,7**

2°) La solution obtenue à l'équivalence de dosage A_1H est neutre. En effet, cette solution entrant les ions Na^+ et A_1^- qui sont inerte donc le **pH** est celui de l'eau pure.

3°) La solution obtenue à l'équivalence est basique. En effet cette solution constitue par Na^+ et A_2^-

Na^+ est un ion indifférent alors A_2^- est la base conjuguée de l'acide A_2H. Cette base réagit avec l'eau selon l'équation : $A_2^- + H_2O \rightleftharpoons A_2H + OH^-$

D'où $[OH^-] > [H_3O^+] \Rightarrow pH > 7$

Les espèces présentés en solutions sont A_2^-, H_3O^+, OH^-, Na^+ et A_2H

* $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-8,4} = 3,98.10^{-9} mol.L^{-1}$

* $$[OH^-] = \frac{Ke}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{3,98.10^{-3}} = 2,5.10^{-6} mol.L^{-1}$$